# Taller Número 3 de Principios de Química

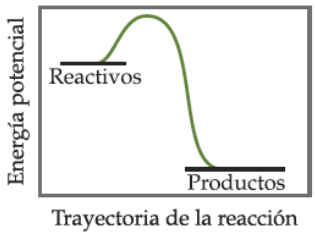
## ECUACIONES CLAVE

- $K_c = \dfrac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$ [15.8] — Expresión de la constante de equilibrio para la reacción general del tipo $a\,A + b\,B \rightleftharpoons d\,D + e\,E$; las concentraciones están en equilibrio
- $K_p = \dfrac{(P_D)^d(P_E)^e}{(P_A)^a(P_B)^b}$ [15.11] — Expresión de la constante de equilibrio en términos de las presiones parciales de equilibrio
- $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ [15.14] — Relación de la constante de equilibrio basada en las presiones con la constante de equilibrio basada en la concentración
- $Q_c = \dfrac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$ [15.22] — Cociente de reacción. Las concentraciones son para cualquier tiempo dado durante una reacción. Si las concentraciones se encuentran en equilibrio, entonces $Q_c = K_c$

- $K_w = [H_3O^+][OH^-] = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ [16.16] — El producto iónico del agua a 25 °C
- $pH = -\log[H^+]$ [16.17] — Definición del pH
- $pOH = -\log[OH^-]$ [16.18] — Definición de pOH
- $pH + pOH = 14.00$ [16.20] — Relación entre pH y pOH
- $K_a = \dfrac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$ o $K_a = \dfrac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ [16.25] — La constante de disociación ácida para un ácido débil, HA
- Porcentaje de ionización $= \dfrac{[H^+]_{equilibrio}}{[HA]_{inicial}} \times 100\%$ [16.27] — Porcentaje de ionización de un ácido débil
- $K_b = \dfrac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$ [16.34] — La constante de disociación básica de una base débil, B
- $K_a \times K_b = K_w$ [16.40] — Relación entre las constantes de disociación ácida y básica de un par conjugado ácido-base

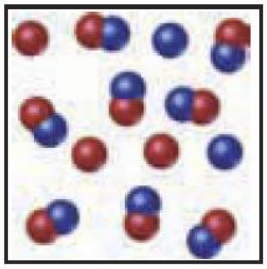
## VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

**15.1** **(a)** De acuerdo con el siguiente perfil de energía, prediga si $k_d > k_i$ o $k_d < k_i$. **(b)** Mediante la ecuación 15.5, prediga si la constante de equilibrio para el proceso es mayor o menor que 1. [Sección 15.1]

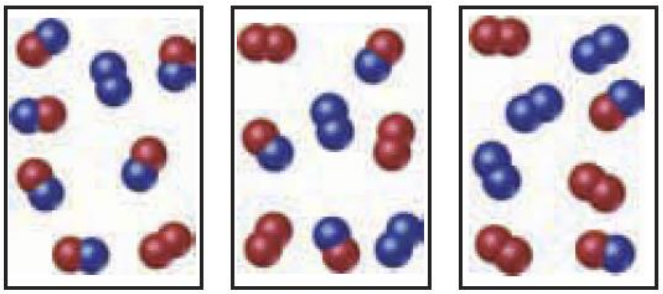



$$\frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{k_f}{k_r} = \text{una constante} \qquad [15.5]$$

**15.3** La figura siguiente representa una mezcla de equilibrio producida para una reacción del tipo $A + X \rightleftharpoons AX$. Si el volumen es de 1 L, ¿$K$ es mayor o menor que 1? [Sección 15.2]

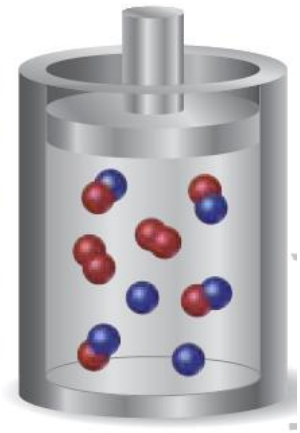


**15.6** La reacción $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2\,AB$ tiene una constante de equilibrio $K_c = 1.5$. Las figuras siguientes representan las mezclas de la reacción que contiene moléculas de $A_2$ (rojas), moléculas de $B_2$ (azules) y moléculas de AB. **(a)** ¿Qué mezcla de la reacción se encuentra en equilibrio? **(b)** Para las mezclas que no están en equilibrio, ¿de qué manera se lleva a cabo la reacción para alcanzarlo? [Secciones 15.5 y 15.6]



(i) (ii) (iii)

**15.8** El diagrama anexo representa el estado de equilibrio para la reacción $A_2(g) + 2\,B(g) \rightleftharpoons 2\,AB(g)$. **(a)** Asuma que el volumen es de 1 L, y calcule la constante de equilibrio, $K_c$, para la reacción. **(b)** Si el volumen de la mezcla de equilibrio disminuye, ¿aumentará o disminuirá el número de moléculas de AB? [Secciones 15.5 y 15.7]



## Equilibrio: la constante de equilibrio

**15.11** Suponga que las reacciones en fase gaseosa $A \longrightarrow B$ y $B \longrightarrow A$ son ambas procesos elementales con constantes de velocidad igual a $3.8 \times 10^{-2}\,s^{-1}$ y $3.1 \times 10^{-1}\,s^{-1}$, respectivamente. **(a)** ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para el equilibrio $A(g) \rightleftharpoons B(g)$? **(b)** ¿Cuál es mayor en el equilibrio, la presión parcial de A o la presión parcial de B? Explique su respuesta.

**15.12** Considere la reacción $A + B \rightleftharpoons C + D$. Asuma que tanto la reacción directa como la reacción inversa son procesos elementales y el valor de la constante de equilibrio es muy grande. **(a)** ¿Qué especies predominan en el equilibrio, los reactivos o los productos? **(b)** ¿Qué reacción tiene una constante de velocidad más grande, la directa o la inversa? Explique su respuesta.

**15.14** Escriba las expresiones de $K_c$ en las siguientes reacciones. En cada caso indique si la reacción es homogénea o heterogénea.

**(a)** $2\,O_3(g) \rightleftharpoons 3\,O_2(g)$
**(b)** $Ti(s) + 2\,Cl_2(g) \rightleftharpoons TiCl_4(l)$
**(c)** $2\,C_2H_4(g) + 2\,H_2O(g) \rightleftharpoons 2\,C_2H_6(g) + O_2(g)$
**(d)** $C(s) + 2\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$
**(e)** $4\,HCl(ac) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,H_2O(l) + 2\,Cl_2(g)$

**15.16** ¿Cuál de las siguientes reacciones está desplazada hacia la derecha, y favorece la formación de productos, y cuál está desplazada hacia la izquierda, y favorece la formación de reactivos?

**(a)** $2\,NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$; $K_p = 5.0 \times 10^{12}$
**(b)** $2\,HBr(g) \rightleftharpoons H_2(g) + Br_2(g)$; $K_c = 5.8 \times 10^{-18}$

**15.26** Considere el equilibrio $Na_2O(s) + SO_2(g) \rightleftharpoons Na_2SO_3(s)$. **(a)** Escriba la expresión de la constante de equilibrio para esta reacción en términos de sus presiones parciales. **(b)** ¿Por qué no aparece la concentración de $Na_2O$ en la expresión de la constante de equilibrio?

**15.29** El equilibrio $2\,NO(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\,NOCl(g)$ se establece a 500 K. Una mezcla de equilibrio de los tres gases tiene las presiones parciales de 0.095 atm, 0.171 atm y 0.28 atm para NO, $Cl_2$ y NOCl, respectivamente. Calcule $K_p$ para esta reacción a 500 K.

**15.34** Un matraz se carga con 1.500 atm de $N_2O_4(g)$ y 1.00 atm de $NO_2(g)$ a 25°C, y se alcanza el equilibrio siguiente:

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$

Después de alcanzar el equilibrio, la presión parcial de $NO_2$ es de 0.512 atm. **(a)** ¿Cuál es la presión parcial de equilibrio del $N_2O_4$? **(b)** Calcule el valor de $K_p$ para la reacción.

## Aplicaciones de las constantes de equilibrio

**15.35** **(a)** ¿Cómo difiere un cociente de reacción de una constante de equilibrio? **(b)** Si $Q_c < K_c$, ¿en qué sentido se llevará a cabo una reacción con el objeto de alcanzar el equilibrio? **(c)** ¿Qué condición se debe cumplir de manera que $Q_c = K_c$?

**15.41** **(a)** A 1285 °C la constante de equilibrio para la reacción $Br_2(g) \rightleftharpoons 2\,Br(g)$ es $K_c = 1.04 \times 10^{-3}$. Un recipiente de 0.200 L que contiene una mezcla de equilibrio de los gases tiene 0.245 g de $Br_2(g)$ en él. ¿Cuál es la masa de $Br_2(g)$ en el recipiente? **(b)** Para la reacción $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$, $K_c = 55.3$ a 700 K. En un matraz de 2.00 L que contiene una mezcla de equilibrio de los tres gases, hay 0.056 g de $H_2$ y 4.36 g de $I_2$. ¿Cuál es la masa de HI en el matraz?

## Principio de Le Châtelier

**15.51** Considere el equilibrio siguiente, para el cual $\Delta H < 0$

$$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$$

¿Cómo afectará cada uno de los cambios siguientes a una mezcla de equilibrio de los tres gases? **(a)** Se adiciona al sistema $O_2(g)$; **(b)** la mezcla de la reacción se calienta; **(c)** se duplica el volumen del recipiente de reacción; **(d)** se agrega un catalizador a la mezcla; **(e)** aumenta la presión total del sistema mediante la adición de un gas noble; **(f)** se elimina el $SO_3(g)$ del sistema.

**15.52** Considere $4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \rightleftharpoons 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$, $\Delta H = -904.4$ kJ. ¿Cómo afecta cada uno de los cambios siguientes el rendimiento de NO en el equilibrio? Responda aumenta, disminuye o no se modifica: **(a)** aumenta $[NH_3]$; **(b)** aumenta $[H_2O]$; **(c)** disminuye $[O_2]$; **(d)** disminuye el volumen del recipiente en el cual ocurre la reacción; **(e)** se agrega un catalizador; **(f)** aumenta la temperatura.

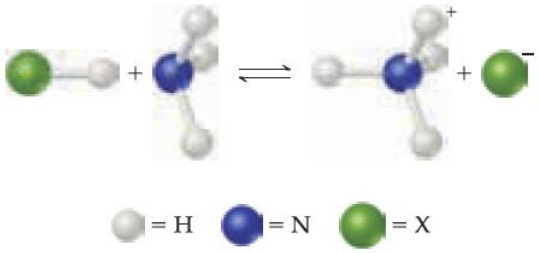
## EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN

**15.80** Considere el equilibrio $IO_4^-(ac) + 2\ H_2O(l) \rightleftharpoons H_4IO_6^-(ac)$, $K_c = 3.5 \times 10^{-2}$. Si comienzan con 20.0 mL de una disolución de $NaIO_4$ 0.905 *M*, y después se diluye en agua a 250.0 mL, ¿cuál es la concentración de $H_4IO_6^-$ en el equilibrio?

# Equilibrios ácido-base

## VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

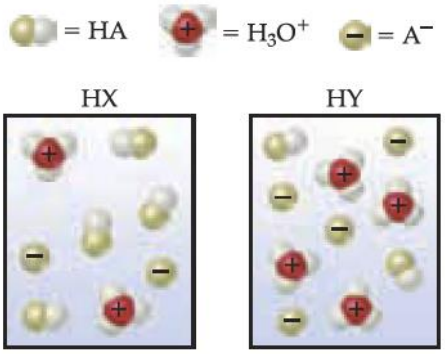
**16.1** **(a)** Identifique el ácido y la base de Brønsted-Lowry de la siguiente reacción:




**16.2** Los diagramas siguientes representan disoluciones acuosas de dos ácidos monopróticos, HA(A = X o Y). Se omitieron las moléculas de agua para mayor claridad. **(a)** ¿Cuál es el ácido más fuerte, HX o HY? **(b)** ¿Cuál es la base más fuerte, $X^-$ o $Y^-$? **(c)** Si mezcla concentraciones iguales de HX y NaY, ¿el equilibrio

$$HX(ac) + Y^-(ac) \rightleftharpoons HY(ac) + X^-(ac)$$

se desplazará en su mayoría a la derecha ($K_c > 1$) o a la izquierda ($K_c < 1$)? [Sección 16. 2]




## Ácidos y bases de Arrhenius y Brønsted-Lowry

**16.28** Prediga los productos de las siguientes reacciones ácido-base y prediga si el equilibrio se desplaza a la derecha o a la izquierda de la ecuación:

**(a)** $NH_4^+(ac) + OH^-(ac) \rightleftharpoons$
**(b)** $CH_3COO^-(ac) + H_3O^+(ac) \rightleftharpoons$
**(c)** $HCO_3^-(ac) + F^-(ac) \rightleftharpoons$

**16.21** **(a)** El ion hidrogenoxalato ($HC_2O_4^-$) es un anfótero. Escriba una ecuación química balanceada que muestre la manera en que actúa como un ácido hacia el agua y otra ecuación que muestre como actúa como base hacia el agua. **(b)** ¿Cuál es el ácido conjugado de $HC_2O_4^-$?, ¿cuál es la base conjugada?

## Autoionización del agua

**16.29** **(a)** ¿Qué significa el término *autoionización*? **(b)** Explique por qué el agua pura es un mal conductor de electricidad. **(c)** Se le indica que una disolución acuosa es ácida. ¿Qué significa esta afirmación?

**16.30** **(a)** Escriba la ecuación química que ilustre la autoionización del agua. **(b)** Escriba la expresión para la constante del producto iónico del agua, $K_w$. ¿Por qué $[H_2O]$ está ausente de la expresión? **(c)** Una disolución se describe como básica. ¿Qué significa esta afirmación?

**16.18** **(a)** Escriba la base conjugada de los siguientes ácidos de Brønsted-Lowry: **(i)** $C_6H_5COOH$, **(ii)** $HPO_4^{2-}$. **(b)** Escriba el ácido conjugado de las siguientes bases de Brønsted-Lowry: **(i)** $CO_3^{2-}$, **(ii)** $C_2H_5NH_2$.

**16.39** Complete la tabla siguiente mediante el cálculo de las entradas faltantes e indique si la disolución es ácida o básica.

| $[H^+]$ | $OH^-(ac)$ | pH | pOH | ¿Ácida o básica? |
|---|---|---|---|---|
| $7.5 \times 10^{-3}$ *M* | | | | |
| | $3.6 \times 10^{-10}$ *M* | | | |
| | | 8.25 | | |
| | | | 5.70 | |

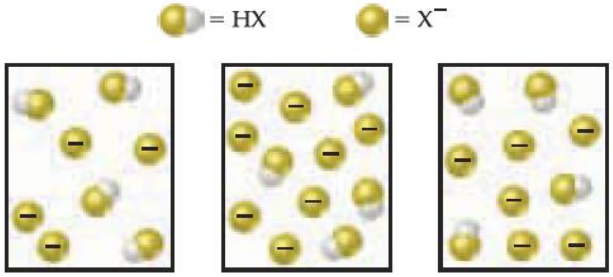
**16.41** El pH promedio de la sangre arterial normal es de 7.40. A la temperatura normal del cuerpo (37 °C), $K_w = 2.4 \times 10^{-14}$. Calcule $[H^+]$, $[OH^-]$ y pOH de la sangre a esta temperatura.

## Ácidos y bases fuertes

**16.43** **(a)** ¿Qué es un ácido fuerte? **(b)** Una disolución está identificada como HCl 0.500 *M*. ¿Cuál es $[H^+]$ para la disolución? **(c)** ¿Cuáles de los siguientes son ácidos fuertes: HF, HCl, HBr, HI?

**16.44** **(a)** ¿Qué es una base fuerte? **(b)** Una disolución está identificada como $Sr(OH)_2$ 0.035 *M*. ¿Cuál es $[OH^-]$ para la disolución? **(c)** ¿Es cierta o falsa la siguiente afirmación? Debido a que el $Mg(OH)_2$ no es muy soluble, no puede ser una base fuerte. Explique su respuesta.

**17.1** Las siguientes figuras representan disoluciones acuosas que contienen un ácido débil, HX, y su base conjugada, $X^-$. No aparecen moléculas de agua ni cationes. ¿Qué disolución tiene el pH más elevado? Explique su respuesta. [Sección 17.1]




## Ácidos débiles

**16.51** Escriba la ecuación química y la expresión de $K_a$ para la ionización de cada uno de los siguientes ácidos en disolución acuosa. Muestre primero la reacción con $H^+(ac)$ como un producto y luego con el ion hidronio: **(a)** $HBrO_2$, **(b)** $C_2H_5COOH$.

**16.52** Escriba la ecuación química y la expresión de $K_a$ para la disociación ácida de cada uno de los siguientes ácidos en disolución acuosa. Muestre primero la reacción con $H^+(ac)$ como un producto y luego con el ion hidronio: **(a)** $C_6H_5COOH$, **(b)** $HCO_3^-$.

**16.55** Una disolución de ácido cloroacético ($ClCH_2COOH$) 0.100 *M* está ionizada al 11.0%. Utilizando esta información, calcule $[ClCH_2COO^-]$, $[H^+]$, $[ClCH_2COOH]$ y $K_a$ para el ácido cloroacético.

## Bases débiles

**16.71** ¿Cuál es la característica estructural esencial de todas las bases de Brønted-Lowry?

Ecuación Henderson-Hasselbalch, utilizada para calcular el pH de una disolución amortiguadora a partir de las concentraciones de un par conjugado ácido-base

## ECUACIONES CLAVE

- $$pH = pK_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \qquad [17.9]$$

**16.77** La efedrina, un estimulante del sistema nervioso central, se utiliza como descongestionante en los aerosoles nasales. Este compuesto es una base orgánica débil:

$$C_{10}H_{15}ON(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_{10}H_{15}ONH^+(ac) + OH^-(ac)$$

Una disolución de efedrina 0.035 *M* tiene un pH de 11.33. **(a)** ¿Cuáles son las concentraciones de equilibrio de $C_{10}H_{15}ON$, $C_{10}H_{15}ONH^+$ y $OH^-$? **(b)** Calcule el valor de $K_b$ de la efedrina.

## El efecto del ion común

**17.13** **(a)** ¿Cuál es el efecto del ion común? **(b)** Mencione un ejemplo de una sal que pueda disminuir la ionización del $HNO_2$ en disolución.

**17.19** Explique por qué una mezcla de $CH_3COOH$ y $CH_3COONa$ puede actuar como una disolución amortiguadora, mientras que una mezcla de HCl y NaCl no puede hacerlo.

**17.20** Explique por qué una mezcla que se forma mezclando 100 mL de $CH_3COOH$ 0.100 *M* y 50 mL de NaOH 0.100 *M* actuará como una disolución amortiguadora.